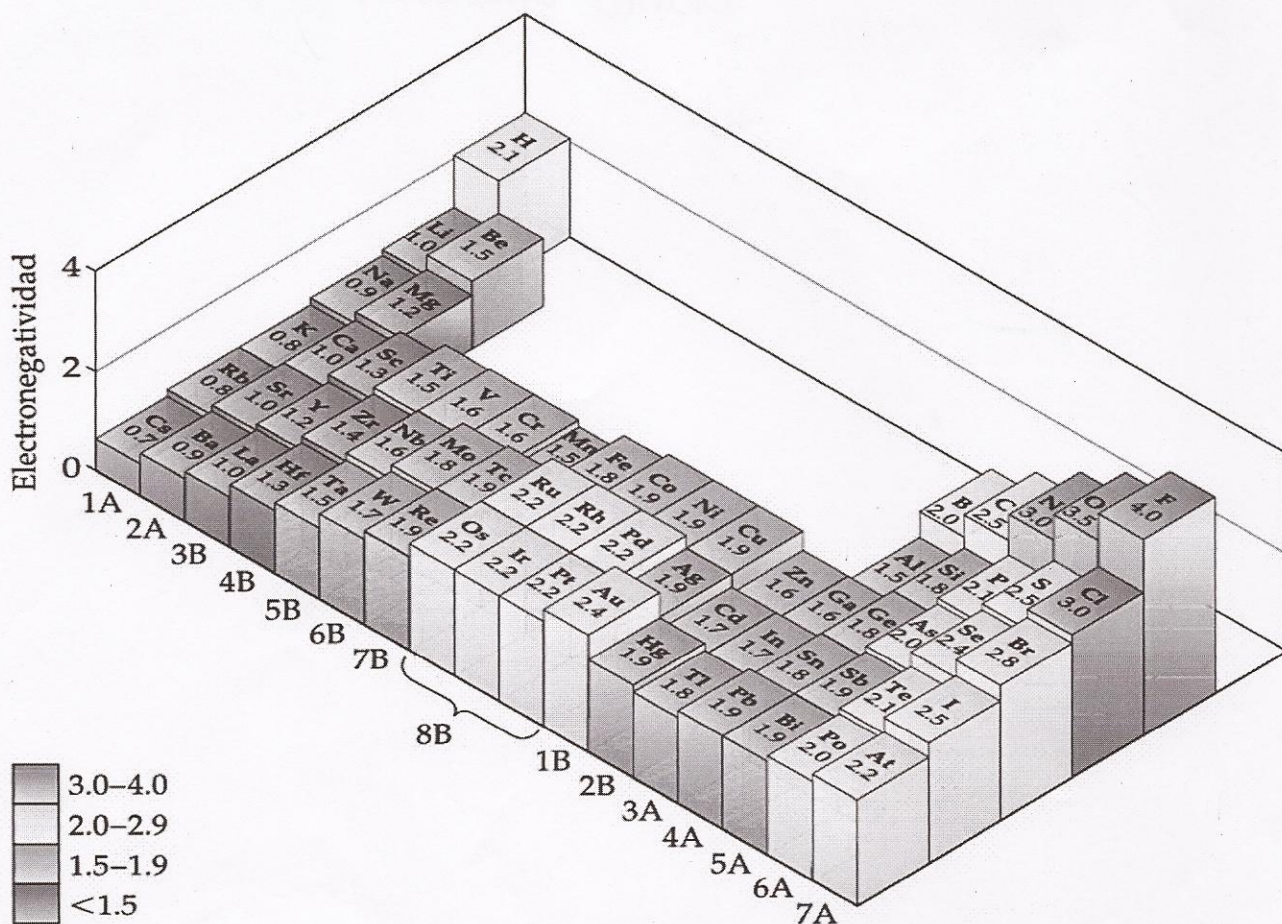
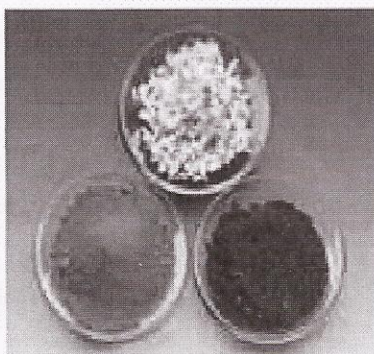




Óxido de magnesio

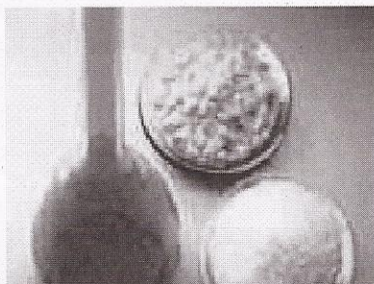


Dicromato de potasio

Óxido de níquel(II)

(a)

Azufre



8.1 ENLACES QUÍMICOS, SÍMBOLOS DE LEWIS Y LA REGLA DEL OCTETO

Siempre que dos átomos o iones están unidos fuertemente entre sí, decimos que hay un **enlace químico** entre ellos. Existen tres tipos generales de enlaces químicos: iónico, covalente y metálico. La figura 8.1 ◀ muestra ejemplos de sustancias en las que encontramos cada uno de estos tipos de fuerzas de atracción.

El término **enlace iónico** se refiere a fuerzas electrostáticas que existen entre iones con cargas opuestas. Los iones pueden formarse a partir de átomos mediante la transferencia de uno o más electrones de un átomo a otro. Las sustancias iónicas por lo general resultan de la interacción de metales del lado izquierdo de la tabla periódica, con no metales del lado derecho de la tabla (excluyendo a los gases nobles, grupo 8A). En la sección 8.2 explicaremos el enlace iónico.

Un **enlace covalente** se forma cuando dos átomos comparten uno o más pares de electrones. Los ejemplos más conocidos de enlaces covalentes son los que se aprecian en las interacciones entre elementos no metálicos. Dedicamos gran parte de este capítulo y del siguiente a describir y comprender los enlaces covalentes.

Los **enlaces metálicos** se encuentran en los metales como el cobre, hierro y aluminio. Cada átomo de un metal se encuentra unido a varios átomos vecinos. Los electrones de enlace se encuentran relativamente libres para moverse a través de la estructura tridimensional del metal. Los enlaces metálicos dan lugar a propiedades metálicas típicas, como la elevada conductividad eléctrica y el brillo. En el capítulo 23 analizaremos estos enlaces.

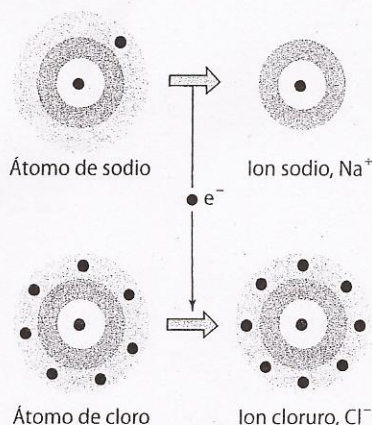


Figura 61. Enlace entre el ion Na^+ y el ion Cl^- .

4.2 El enlace iónico

El hecho de que la máxima estabilidad para un átomo se consiga cuando adquiere la configuración del gas noble más próximo, tiene importantes implicaciones en la captación o liberación de electrones por parte de los átomos. Debido a esa tendencia natural a aproximarse a la estructura de los gases nobles, cuando les es posible, los átomos captan o ceden electrones a fin de conseguir estabilidad. Como consecuencia resultan las partículas que reciben el nombre de **iones**.

Un ion es la partícula que se obtiene cuando un átomo o un grupo de éstos capta o cede electrones con objeto de adquirir la configuración de un gas noble (**figura 61**). Si un átomo gana electrones queda cargado negativamente y si los cede queda cargado positivamente. Por consiguiente, existen dos tipos de iones:

- **Anión** o ion cargado negativamente.
- **Catión** o ion cargado positivamente.

Los iones se representan mediante el símbolo del elemento o elementos y un superíndice colocado a la derecha que indica el número de cargas eléctricas y su signo. Por ejemplo, el ion sodio se representa como Na^+ ; el ion sulfuro es S^{2-} ; el ion amonio es NH_4^+ ; el ion carbonato es CO_3^{2-} , etc.

El **enlace iónico** consiste en la unión de iones con cargas de signo contrario, mediante **fuerzas** de tipo **electrostático**.

4.2.1 Formación de compuestos iónicos

Cuando reaccionan elementos muy electronegativos (con gran tendencia a ganar electrones) con elementos muy electropositivos (con propensión a perderlos), tiene lugar este tipo de enlace.

Kössel determinó experimentalmente que los compuestos como el cloruro de sodio (sal común) se caracterizan por un tipo de enlace químico llamado **enlace iónico**. En la formación del NaCl se distinguen las siguientes etapas:

1. El átomo de sodio ($Z = 11$; $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$) tiene un electrón en su nivel de valencia, mientras que el átomo de cloro ($Z = 17$; $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$) tiene siete electrones de valencia. Cuando un átomo de sodio se encuentra en las proximidades de un átomo de cloro, cede su electrón de valencia y se convierte en un ion positivo y el de cloro se transforma en un ion negativo (**figura 62**).



2. El proceso de cesión de un electrón del átomo de sodio al de cloro se repite con muchos pares de átomos de sodio y cloro porque en una reacción real intervienen incontables pares.
3. Una vez formados los iones, para aumentar las atracciones entre iones de distinto signo y reducir al mínimo las repulsiones entre iones de igual signo, los iones Na^+ y Cl^- se colocan de forma ordenada, constituyendo una red cristalina (**figura 62**).
4. Los iones situados en la red cristalina están unidos por fuerzas de tipo electrostático que mantienen la estabilidad del compuesto. En los compuestos iónicos no existen moléculas propiamente dichas, sino agregados de iones en la proporción indicada por su fórmula, los cuales constituyen la red cristalina. La ruptura de esta red, por fusión o disolución, requiere del aporte de energía.

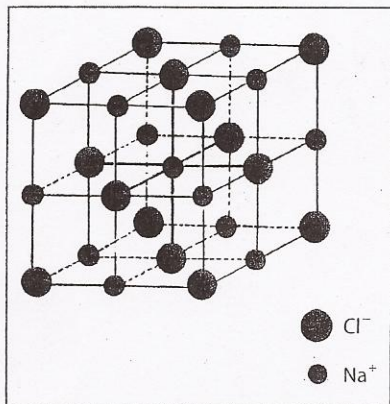


Figura 62. Red cristalina de cloruro de sodio.

4.2.2 Propiedades de los compuestos iónicos

Los compuestos iónicos tienen propiedades que dependen de su naturaleza.

Esta estructura destacan:

- **Son sólidos** a temperatura ambiente, con altos puntos de fusión y ebullición.
- **En estado sólido** los iones no se mueven libremente. Por eso son malos conductores de la electricidad.
- **Tienen alta dureza** debido a las fuertes atracciones electrostáticas entre los iones.
- **Son duros** y quebradizos, ya que las fuerzas de atracción son muy fuertes.
- **Ofrecen alta solubilidad** en agua, ya que las moléculas de agua rodean a los iones.
- **Son muy buenos conductores** en solución acuosa o fundidos.

EJERCICIOS

Explica los enlaces iónicos. Datos: La constante de Coulomb es $9 \times 10^9 \text{ N m}^2 \text{ C}^{-2}$. Esta constante se utiliza para calcular la fuerza de atracción entre dos iones.

4.2.2 Propiedades de los compuestos iónicos

Los compuestos iónicos poseen una estructura cristalina independientemente de su naturaleza.

Esta estructura les confiere unas propiedades características entre las que se destacan:

- **Son sólidos a temperatura ambiente.** Son tan fuertes las fuerzas de atracción que los iones siguen ocupando sus posiciones en la red, incluso a centenares de grados de temperatura. Por lo tanto, son rígidos y funden a temperaturas elevadas.
- **En estado sólido no conducen la corriente eléctrica, pero sí lo hacen cuando se hallan disueltos o fundidos.** Debido a que en los sólidos los iones no tienen movimiento traslacional no conducen la corriente eléctrica. Por el contrario, cuando se disuelven o funden, dejan iones libres que pueden transportar la corriente eléctrica.
- **Tienen altos puntos de fusión.** En general son superiores a 400 °C debido a la fuerte atracción entre los iones. Estos puntos son más altos cuanto mayor sea la carga de sus iones y menor sea su volumen. Por ello se pueden usar como material refractario.
- **Son duros pero frágiles.** Debido a que un ligero desplazamiento en el cristal desordena la red cristalina, enfrentando iones de igual carga, se producen fuertes repulsiones y en consecuencia la ruptura del cristal.
- **Ofrecen mucha resistencia a la dilatación.** Esta propiedad indica expansión, porque ésta supone un debilitamiento de las fuerzas intermoleculares iónicas.
- **Son muy solubles en agua y en otros disolventes polares.** Cada ion del compuesto iónico atrae al polo de carga opuesta del disolvente y forma con él un pequeño enlace (débil) que libera una energía llamada de **solvatación (energía de hidratación, si es agua el disolvente)**.
Si la energía de solvatación es mayor a la energía que mantiene unidos los iones en el cristal, el disolvente rompe el enlace iónico y el compuesto se disuelve. Los iones quedan separados y rodeados de moléculas del disolvente (**solvatados**) (**figura 63**).
- **Presentan gran diferencia de electronegatividad.** Entre más grande sea la diferencia de electronegatividad de los elementos que forman el compuesto, mayor será la atracción electrostática y más iónico será el enlace. Aproximadamente si hay una diferencia de electronegatividad mayor de 1.7 se genera un enlace iónico.

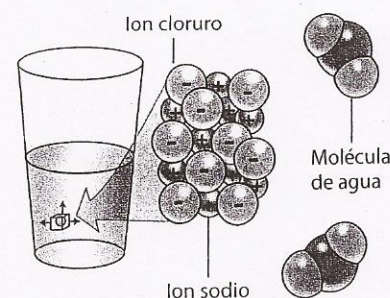


Figura 63. Las moléculas de agua, al interponerse entre los iones del NaCl, producen su disolución.

EJEMPLO

Explicar mediante la diferencia de electronegatividad por qué los elementos que componen el cloruro de sodio forman un enlace iónico.

Datos: La electronegatividad del sodio es 0.93, y la del cloro es la 3.16.

La diferencia de electronegatividad entre los elementos Na y Cl es:
 $3.16 - 0.93 = 2.23$.

Esta diferencia es mayor de 1.7, entonces el enlace es iónico.

ACTIVIDADES

1. Empleando un procedimiento similar al de los ejemplos aportados, indicar cómo se formaría el enlace entre el magnesio (Mg) y el cloro (Cl).
2. ¿Cuál es la fórmula del compuesto resultante?

4.3 El enlace covalente

El enlace entre átomos iguales o entre los que difieren poco en el carácter electronegativo no quedan explicados mediante el enlace iónico. Para explicar la formación de sustancias tales como Cl_2 , H_2 , NH_3 , ..., **Gilbert Newton Lewis** (1875-1946), físico y químico norteamericano, sugirió en 1916 que los átomos pueden alcanzar la estructura estable de gas noble compartiendo **pares de electrones**. Los enlaces que mantienen unidos a sus átomos para formar las moléculas se llaman **enlaces covalentes** y las sustancias obtenidas, **covalentes**.

4.3.1 Formación de sustancias covalentes

El **enlace covalente** consiste en la **unión de átomos al compartir uno o varios pares de electrones**. Por ejemplo, cuando se forma la molécula de hidrógeno H_2 , cada átomo de H (con un electrón de valencia) se une a otro átomo de hidrógeno para formar la molécula diatómica H_2 . Es evidente que siendo totalmente iguales los dos átomos, no puede suponerse que uno de ellos arranque el electrón al otro para conseguir la estructura electrónica del gas noble más próximo (He). Es más lógico considerar que ambos átomos comparten sus dos electrones actuando como unión entre los dos átomos y consiguiendo así la estructura de gas noble.

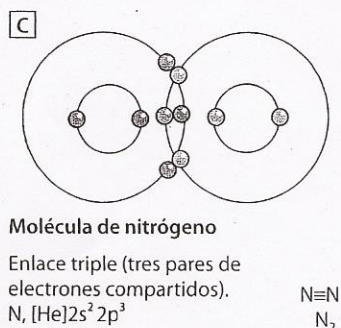
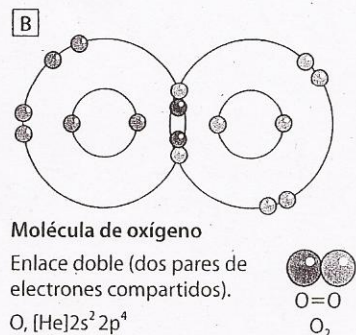
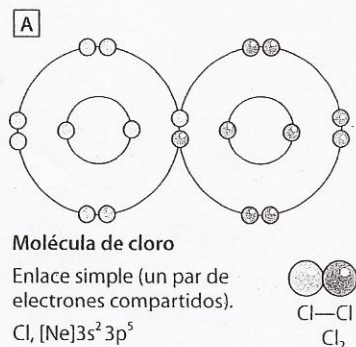


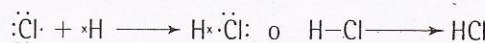
Figura 64. Representación de la formación de enlaces covalentes sencillo **A**), doble **B**) y triple **C**). Sólo se representan los electrones del último nivel.

4.3.2 Representación de un enlace covalente

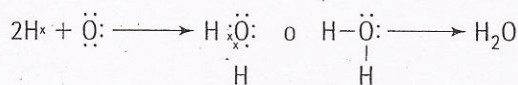
Cuando intentamos representar un enlace o construir fórmulas de compuestos es de mucha utilidad la notación propuesta por Lewis. De acuerdo con este modelo, se escribe el símbolo del elemento y a su alrededor se coloca un punto (•) o una cruz (x) por cada electrón que exista en el último nivel de energía del átomo. Cada par de electrones compartidos se considera un enlace y se puede representar por una línea que une los dos átomos.

EJEMPLOS

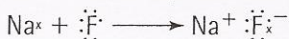
1. Escribir la representación de Lewis para el enlace formado por el hidrógeno y el cloro.



2. Escribir la representación de Lewis para la molécula de agua.



3. Ilustrar la transferencia de electrones en la formación de un enlace iónico con una representación de Lewis.



4.3.3 Clases de enlaces covalentes

4.3.3.1 Enlaces covalentes múltiples

Cuando los átomos que intervienen en el enlace requieren sólo un electrón para completar su configuración de gas noble y por lo tanto comparten un solo par de electrones (un electrón por cada átomo), decimos que se forma un enlace covalente sencillo. Presentan este tipo de enlace las moléculas de flúor (F_2), $\text{F}-\text{F}$; cloro (Cl_2), $\text{Cl}-\text{Cl}$ y bromo (Br_2) $\text{Br}-\text{Br}$ (**figura 64A**).

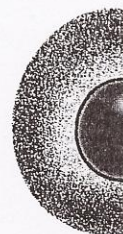


Figura 65.

También es
enlace ten
conduce a
partidos so
tres, se obt

4.3.3.2 En

■ Enlace

Cuando las
diferencia
no polare
atraídos p
de las mol

■ Enlace

Cuando lo
genera un
dose así u
indica con
de mayor
tividad se
correspon
el dióxido
compues
unidos po
Observen

En el esqu
represent
electrone
desplazar
el más ele
tividades
polar del

en el carácter
Lewis
los átomos
do pares de
ara formar las
s, covalentes.

compartir uno
a molécula de
e a otro átomo
te que siendo
de ellos arran-
gas noble más
parten sus dos
guiendo así la

compuestos
rdo con este
se coloca un
timo nivel de
considera un
omos.

formado

ila
o
ción
wis.

un electrón
comparten un
que se forma
moléculas de
1A).

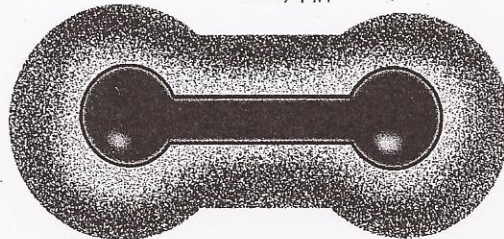


Figura 65. Enlace covalente apolar.

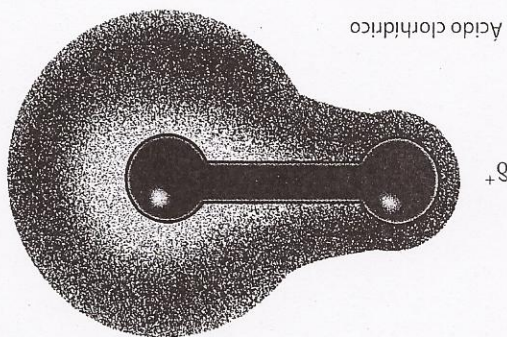
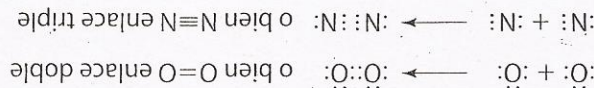


Figura 66. Enlace covalente polar.



También es muy frecuente que algunos átomos para saturar su capacidad de enlace tengan que compartir más de un par de electrones. Esta situación conduce a la formación del **enlace covalente múltiple**. Así, si los pares compartidos son dos, se obtiene un **enlace doble**, y si los pares compartidos son tres, se obtiene un **enlace triple** (figura 64 B y C respectivamente).

4.3.3.2 Enlace covalente no polar y polar

■ Enlace covalente no polar

Cuando las moléculas están formadas por átomos iguales estas no presentan diferencias en su electronegatividad, por lo cual se llaman moléculas no polares (sin polos). Los pares de electrones compartidos en estas son atraídos por ambos núcleos con la misma intensidad (figura 65). Es el caso de las moléculas de cloro (Cl_2), hidrógeno (H_2), etcétera.

■ Enlace covalente polar

Cuando los átomos que se enlazan tienen una electronegatividad diferente, se genera una zona donde se concentra una mayor densidad electrónica, originándose así un polo parcialmente positivo y uno parcialmente negativo lo cual se indica con la letra griega δ . Por consiguiente, la zona que pertenece al átomo de mayor electronegatividad será el polo negativo y la de menor electronegatividad será el polo positivo. Este tipo de molécula se le llama polar y el enlace correspondiente, enlace covalente polar (figura 66). El agua (H_2O) (figura 67), el dióxido de carbono (CO_2), el ácido clorhídrico (HCl) y la totalidad de los compuestos orgánicos están formados por átomos de naturaleza diferente unidos por enlaces covalentes, muchos de ellos con una elevada polaridad.

Observemos la siguiente representación para el caso de la molécula de HCl :



En el esquema se indican las cargas parciales (positiva y negativa) pero no se representa la carga de cada ion. Recordemos que el átomo de cloro es más electronegativo (3.1) que el del hidrógeno (2.2); por tanto, se presenta un desplazamiento de cargas desde el átomo menos electronegativo (H) hasta el más electronegativo (Cl). Mientras mayor sea la diferencia de electronegatividades entre los átomos comprometidos en el enlace, mayor será el carácter polar del mismo.

ACTIVIDADES

1. Indicar mediante la representación de Lewis la formación del enlace entre:
 - a) El K y el Cl.
 - b) El N y el H.
2. Mediante el enlace covalente, ¿se forman moléculas o iones? Explicar la respuesta.
3. Representar mediante la notación de Lewis los enlaces que se presentan en las siguientes moléculas: cloro, Cl_2 ; bromo, Br_2 ; metano, CH_4 ; y fluoruro de hidrógeno, HF .

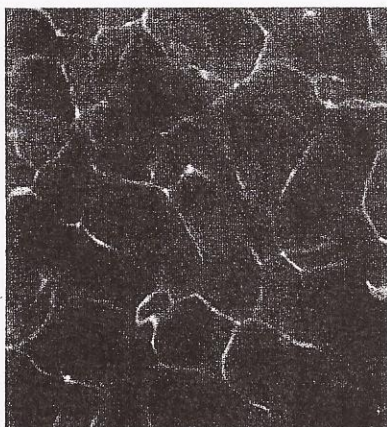


Figura 67. La polaridad de los enlaces O—H le confiere al agua propiedades únicas, por ejemplo, su gran capacidad como disolvente.

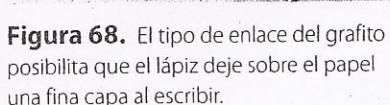


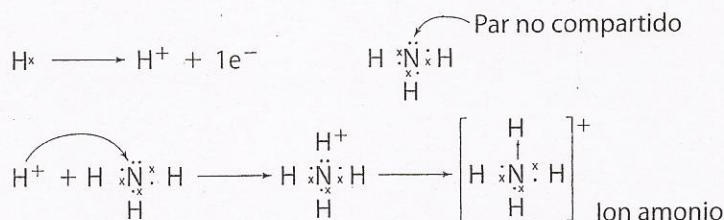
Figura 68. El tipo de enlace del grafito posibilita que el lápiz deje sobre el papel una fina capa al escribir.

Tiene lugar entre átomos distintos y se caracteriza porque los electrones que se comparten son aportados por uno solo de los átomos que se enlazan. El átomo que aporta el par de electrones se denomina **donador** y el que lo recibe **receptor**.

Un ejemplo de enlace coordinado lo tenemos cuando se forma el catión amonio, NH_4^+ , a partir del amoníaco, NH_3 , y del ion de hidrógeno, H^+ . Este enlace se lleva a cabo porque el nitrógeno tiene un par de electrones libres, los cuales puede compartir con el H^+ .

El ion de hidrógeno resulta de extraer el único electrón que tiene el átomo de hidrógeno; es decir, que el ion H^+ queda con capacidad para aceptar un par de electrones que en este caso provienen del átomo de nitrógeno y, como consecuencia, se formará un nuevo enlace en el cual los electrones provienen únicamente del nitrógeno.

Una forma de representar este fenómeno es la siguiente:



El enlace covalente coordinado es representado por una flecha que viene del átomo que aporta los dos electrones y se dirige hacia el átomo que no aporta ninguno.

Un caso similar ocurre cuando una molécula de agua reacciona con un H^+ para formar el ion hidronio (H_3O^+).

4.3.4 Propiedades de las sustancias covalentes

En general las sustancias covalentes se caracterizan porque:

- Tienen **bajos puntos de fusión y ebullición**.
- Cuando se trata de cuerpos sólidos **son relativamente blandos y malos conductores del calor y de la electricidad (figura 68)**.
- **Son bastante estables y de escasa reactividad** (el enlace covalente es fuerte y supone una configuración electrónica de gas noble).
- **Algunos sólidos covalentes carecen de unidades moleculares**. El diamante no forma moléculas sino que está constituido por una gran cantidad de átomos iguales unidos mediante enlaces covalentes en las tres direcciones del espacio formando una red cristalina (**figura 69**). Estos enlaces son extraordinariamente fuertes, por esto las sustancias que los poseen son muy duras y tienen un punto de fusión elevado.
- Presentan **baja diferencia de electronegatividad** y en algunos casos es igual a cero. Por ejemplo, la diferencia es menor de 1.7 en el agua.

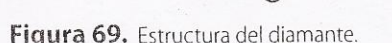
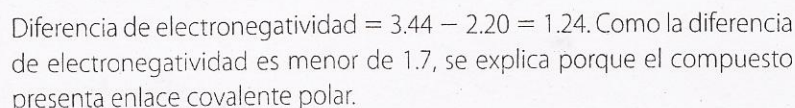
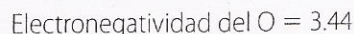


Figura 69. Estructura del diamante.

Los metales t
esto se explic
entre átomo

Los átomos
último nivel,
posible la f
suficientes e
la regla del
Por ejemplo,
nivel, con lo
con la regla

Tampoco e
átomos de u
un electrón
permite exp

Es necesario
entre los át
formados p
donde todo
los cuales s
tad, ya que
red (figura

Este razona
positivos cc
de electron

En los enlac
que determ
carácter di
ciertas regic
están distri

Teniendo e
rísticas esp
las propiec

- Maleabil
romper
átomos
- Son **bue**
electron
- Tienen **e**
que si es
tidades «
metal y c
nes más

4.4 Sólidos metálicos

Los metales tienen propiedades totalmente diferentes de las demás sustancias, esto se explica por las características especiales que les confieren los enlaces entre átomos.

4.4.1 Naturaleza de las fuerzas de unión en los metales

Los átomos de los metales se caracterizan por tener pocos electrones en su último nivel, llamado también **nivel de valencia**. Como consecuencia, **no es posible la formación de moléculas**, ya que los átomos no disponen de suficientes electrones en su capa externa para que la molécula cumpla con la regla del octeto. La unión entre los átomos de un metal no es covalente. Por ejemplo, en el átomo de potasio (K) que tiene un solo electrón en su último nivel, con lo cual se evidencia que sería muy difícil que el potasio cumpla con la regla del octeto.

Tampoco es posible pensar en la formación de iones puesto que al ser átomos de un mismo elemento no es posible que un átomo de potasio gane un electrón a expensas de otro igual a él. Por tanto, tampoco el enlace iónico permite explicar la unión existente entre los átomos de un metal.

Es necesario un modelo diferente que permita explicar el enlace que existe entre los átomos de un metal. Este modelo explica que los metales están formados por una red cristalina de iones metálicos; es decir, un sólido donde todos los átomos están fijos excepto los electrones del nivel externo, los cuales se pueden desplazar fácilmente, aunque no con absoluta libertad, ya que existe una interacción entre ellos y los núcleos atómicos de la red (**figura 70**).

Este razonamiento lleva a describir un metal como un entramado de iones positivos colocados en los nudos de la red cristalina y sumergidos en un "mar" de electrones móviles.

En los enlaces covalentes moleculares, los electrones están situados de modo que determinan rígidamente las posiciones de los átomos, es decir, tienen un carácter direccional; los electrones tienden a permanecer concentrados en ciertas regiones del espacio molecular. En cambio, en los metales, los electrones están distribuidos casi uniformemente por toda red metálica.

4.4.2 Propiedades de los sólidos metálicos

Teniendo en cuenta el modelo anterior podemos explicar muchas características específicas de los metales. A continuación se justifican algunas de las propiedades más importantes de los metales.

- **Maleabilidad.** Los metales pueden ser **fácilmente deformados sin romper la estructura cristalina** (**figura 71**). Bajo presión, un plano de átomos puede resbalar sobre otro sin perder su estructura.
- Son **buenos conductores de la electricidad** debido a que algunos electrones tienen libertad de movimiento a través del sólido.
- Tienen **excelente conductividad térmica** debida a los electrones móviles que si están en regiones de alta temperatura pueden adquirir grandes cantidades de energía, así los electrones se mueven rápidamente a través del metal y ceden parte de su energía para calentar la red cristalina de las regiones más frías.

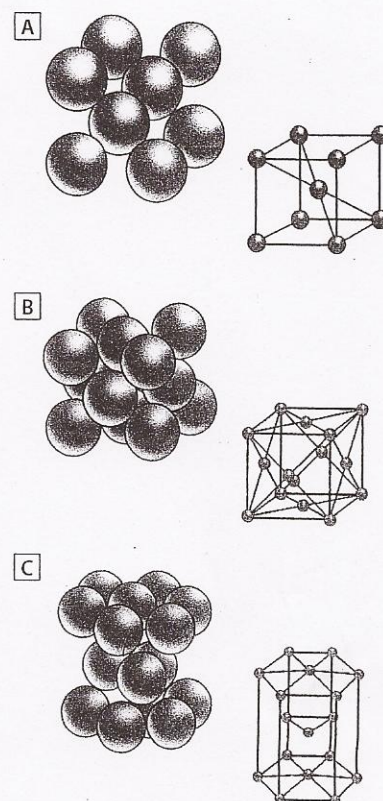


Figura 70. Redes cristalinas metálicas: **A)** red cúbica centrada en el cuerpo; **B)** red cúbica compacta centrada en las caras y **C)** red hexagonal compacta.



Figura 71. Máscara del faraón egipcio Tutankamón, realizada moldeando una lámina de oro. La gran capacidad de los metales para ser moldeados depende en gran medida de su estructura de enlace.